

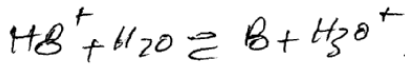
Courrigé type TΔW=2

EX N° 1

éphédrine $pK_a = 9,5$

l'éphédrine est partiellement dissocié dans l'eau selon

(on appellera B la forme basique et HB^+ la forme acide)



avec $|B| \ll |H_3O^+|$ et $K_a = \frac{[H_3O^+][B]}{[HB^+]} = 10^{-9,5}$

donc $\frac{|B|}{[HB^+]} = \frac{K_a}{[H_3O^+]} = 10^{-9,5} \times 10^{pH} = 10^{(-9,5+7,4)} = 10^{-2,1}$ (1)

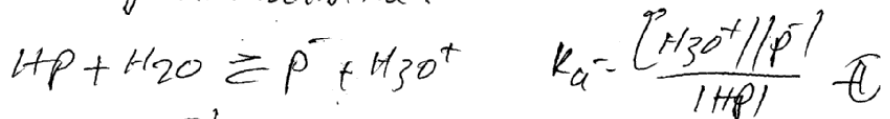
$$\% B + \% HB^+ = 100\% \quad (2)$$

en résolvant le système de deux équations (1) et (2) à deux inconnues le pourcentage de la forme ionisée (acide) et moléculaire (basique) est égal à :

$$\% HB^+ = 99,2\% \quad \text{et} \quad \% B = 0,79\%$$

EX N° 2 on peut dire, l'éphédrine est pratiquement totalement sous forme ionisée.

Le phémbarbital se dissocie partiellement dans l'eau selon (on appellera P^- la forme basique et HP la forme acide du phémbarbital :



à $pH = 7,4$ $\frac{[P^-]}{[HP]} = \frac{55,7}{14,3} = 4,257$ (2)

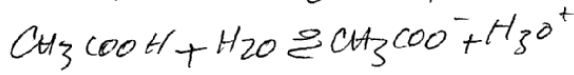
d'après (1) et (2) on tire $K_a = 10^{-7,4} \times 4,257 \Rightarrow pK_a = 7,3$

(1)

Ex 10

① le pH d'une solution Tampon est défini par l'expression:

$$pH = pK_a + \log \frac{[Base]}{[acide]}$$



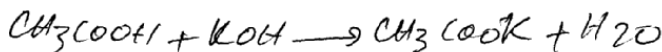
$$\text{donc: } 4,5 = 4,8 + \log \frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} \Rightarrow \frac{[CH_3COOH]}{[CH_3COO^-]} = 2$$

$$\textcircled{2} [CH_3COOH] + [CH_3COO^-] = 0,3 \quad \text{et} \quad \frac{[CH_3COOH]}{[CH_3COO^-]} = 2$$

$$\Rightarrow [CH_3COOH] = 0,2 M \quad \text{et} \quad [CH_3COO^-] = 0,1 M$$

donc les 5 litres de solution ont donc 0,5 mole de CH_3COOK et 1 mole de CH_3COOH .

l'acétate de potassium est préparé par réaction de l'acide acétique sur la potasse KOH selon:



\Rightarrow pour former 0,5 mole de CH_3COOK il faut ajouter

0,5 mole de KOH soit:

$$\left(\frac{1000 \times 0,5}{2,5} \right) = 200 \text{ ml de KOH } 2,5 M \text{ à } 0,5 \text{ mole de } CH_3COOH$$

il reste encore 1 mole de CH_3COOH . Il est nécessaire d'avoir initialement $1 + 0,5 = 1,5$ mole

$$\text{soit en volume } \left(\frac{1000 \times 1,5}{2} \right) = 750 \text{ ml de } CH_3COOH (2M)$$

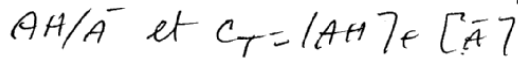
les 5 litres de solution tampon de $pH = 4,5 (0,3 M)$ sont donc préparés à partir du mélange suivant

$$KOH (2,5 M) = 200 \text{ ml}, \quad CH_3COOH (2M) = 750 \text{ ml} \quad \text{et} \quad H_2O = 4050$$

②

EX N° 4

le tampon de pH est constitué par le couple Acide / Base



$$C_T = 0,3 M$$

$$\text{le pH} = pK_a + \log \frac{[A^-]}{[AH]} = pK_a + \log 2 = 5,30$$

$$\text{le pouvoir tampon } t = \frac{\Delta [A^-]}{\Delta \text{pH}} = \left| \frac{\Delta [AH]}{\Delta \text{pH}} \right|$$

- le nouveau pH après l'ajout de 1 mmol de base

$$\text{pH}' = pK_a + \log \frac{[A^-]}{[AH]} = pK_a + \log \frac{0,2 + 0,001}{0,1 - 0,001} = 5,30$$

alors que le pH était $\text{pH} = pK_a + \log \frac{0,2}{0,1}$

$$\text{l'écart de pH est } \Delta \text{pH} = \text{pH}' - \text{pH} = \log \left(\frac{0,1(0,2 + 0,001)}{0,2(0,1 - 0,001)} \right)$$

$$\Delta \text{pH} = 2,19 \cdot 10^{-3} \text{ (très faible)}$$

$$\text{le pouvoir tampon est } t = \frac{10^{-3}}{\Delta \text{pH}} = \frac{10^{-3}}{\log \left(\frac{0,1(0,2 + 0,001)}{0,2(0,1 - 0,001)} \right)}$$

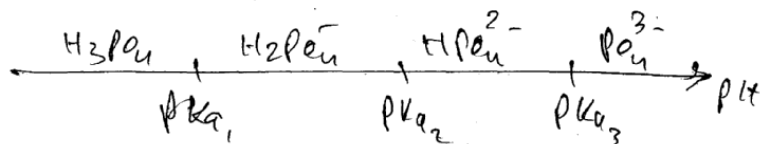
$t = 0,46 \cdot 10^{-2}$ le milieu est bien tamponnée

EX N° 5

couple acide / base

$$pK_{a1} (H_3PO_4 / H_2PO_4^-) = 2,2, \quad pK_{a2} (H_2PO_4^- / HPO_4^{2-}) = 7,2$$

$$pK_{a3} (HPO_4^{2-} / PO_4^{3-}) = 12,3$$



hypothèse : à pH 6,5, les espèces H_2PO_4^- et HPO_4^{2-} sont majoritaires

le couple $(\text{H}_2\text{PO}_4^- / \text{HPO}_4^{2-})$ fixe le pH

$$\text{pH} = \text{p}K_{a2} + \log\left(\frac{[\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]}\right)$$

$$\log\left(\frac{[\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]}\right) = 6,5 - 7,2 = -0,7$$

$$\frac{[\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]} = 0,20, \quad [\text{HPO}_4^{2-}] = 0,20 [\text{H}_2\text{PO}_4^-]$$

de plus $[\text{HPO}_4^{2-}] + [\text{H}_2\text{PO}_4^-] = 0,4 \text{ mol/l}$

on a introduit $0,4 \times 0,2 = 0,08 \text{ mol}$ d'acide phosphorique

soit un volume égal à : $0,08 / 1,6 = 0,05 \text{ (50 ml)}$

$$[\text{HPO}_4^{2-}] + 0,20 [\text{H}_2\text{PO}_4^-] = 0,4$$

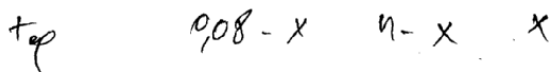
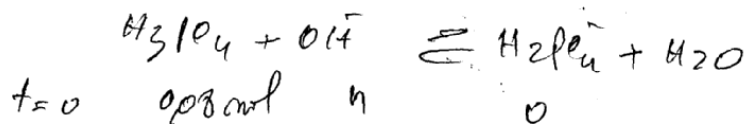
$$[\text{H}_2\text{PO}_4^-] = \frac{0,4}{1,2} = 0,333 \text{ mol/l} \text{ soit } 0,333 \times 0,2 = \boxed{0,0666 \text{ mol}}$$

dans 200 ml

$$[\text{HPO}_4^{2-}] = 0,2 \times 0,333 = 0,0667 \text{ mol/l soit}$$

$$0,0667 \times 0,2 = \boxed{0,0133} \text{ mol dans 200 ml}$$

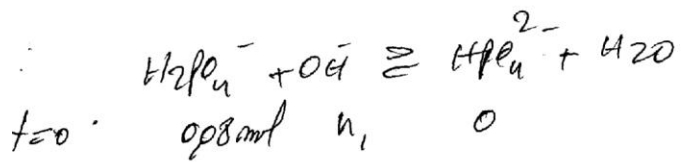
dosage de la première acidité de l'acide phosphorique



$$0,08 - x = 0 \Rightarrow x = 0,08 \text{ mol}, \quad n - n = 0 \Rightarrow n = x = 0,08 \text{ mol}$$

dosage partiel de la seconde acidité de l'acide phosphorique

(c)



$$\text{tep} \quad 0,08 - x = 0,0666 \quad n_1 - x \quad x = 0,0133$$

par suite: $n_1 - x = 0$, $n_1 = x = 0,0133 \text{ mol}$.

Quantité de matière totale de soude.

$$0,0133 + 0,08 = 0,0933 \text{ mol soit en volume.}$$

$$0,0933 \text{ mol} = 0,0933 \text{ litre (93,3 ml)}$$

$$\text{Eau distillée: } 200 - 50 - 93,3 = 56,7 \text{ ml.}$$